pH

An acceptable range for drinking water pH is from *6.5 to 8.5*. Corrosion effects may become significant below pH 6.5, and the frequency of incrustation and scaling problems may be increased above pH 8.5. With increasing pH levels, there is also a progressive decrease in the efficiency of chlorine disinfection processes.

Definition and Measurement

The p value of any entity is defined as the negative common logarithm of that entity. Thus,

$$pM = -\log_{10} M$$

where M is an activity, concentration or equilibrium constant, for example. The pH of a solution is the negative common logarithm of the hydrogen ion activity, a_{H^+}:

$$pH = -\log_{10} (a_{H^+})$$

In a dilute solution, the hydrogen ion activity is approximately equal to the concentration of hydrogen ion.

The pH of an aqueous sample is usually measured electrometrically with a glass electrode.[1,2] The pH may therefore be operationally defined in terms of E, the electromotive force in volts between a glass electrode and a reference electrode when the electrodes are immersed in the sample, and E_B, the electromotive force obtained when the electrodes are immersed in a reference buffer solution, the assigned pH of which is designated pH_B.[2] Thus,

$$pH = pH_B + [(E - E_B)F/2.3026RT]$$

where F is the faraday, R is the gas constant and T is the absolute temperature. The reference buffer solution is thus an integral part of the standard method used.

Temperature exerts two significant effects on pH measurement.[1,2] The change in potential per pH unit varies (according to the term in the defining equation) from about 55 mV/pH unit at 5°C to about 66 mV/pH unit at 60°C[2]; this can be overcome electronically by a temperature compensation adjustment provided on the better commercial instruments. The constants of chemical equilibria existing in a buffer solution vary and therefore affect pH_B; pH_B values must accordingly be corrected for temperature. The pH values at various temperatures of standard buffer solutions are known. Changes of temperature also affect the ionization equilibria of any weak acids and bases that are present in a water sample. The magnitude of this effect depends, to a large extent, on the alkalinity of the sample. The temperature of the sample should therefore be recorded together with the pH measurement.

At high pH levels, glass electrodes suffer from interference by alkali metal and alkaline earth metal cations. This is commonly referred to as the "sodium ion effect." For normal general-purpose glass electrodes, this effect becomes noticeable at pH levels above about 10.5, when a positive error is observed.[3] To reduce the possibility of such errors, measurements above pH 10 should be made with a high-alkalinity type of electrode.[1,2]

Factors Influencing pH Ranges

The pH of an aqueous system is a measure of the acid–base equilibrium achieved by various dissolved compounds and, in most natural waters, is controlled by the carbon dioxide – bicarbonate – carbonate equilibrium system. The following equilibria are involved[4]:

$$H_2O \rightleftharpoons H^+ + OH^-,\ pK_w = 14.0$$

$$CO_2\ (g) \rightleftharpoons CO_2\ (aq)$$

$$CO_2\ (aq) + H_2O \rightleftharpoons H_2CO_3,\ pK_a \cong 2.8$$

$$H_2CO_3 \rightleftharpoons H^+ + HCO_3^-,\ pK_1 = 6.35$$

$$HCO_3^- \rightleftharpoons H^+ + CO_3^{2-},\ pK_2 = 10.3$$

where the pK values are those at 25°C.

All these component equilibria are affected by temperature; K_w exhibits the largest variation. In pure water, a decrease in pH of about 0.45 occurs as the temperature is raised by 25°C.[5] In waters with a buffering capacity that is imparted by bicarbonate, carbonate and hydroxide ions, this temperature effect is modified.[5]

The pH of most raw water sources lies within the range 6.5 to 8.5.[6] In some soft water areas, however,

the pH can be considerably lower as a result of the leaching of organic acids from decaying vegetation[7] and the presence of dissolved carbon dioxide.[8] In some groundwater sources, carbon dioxide, generated by bacteriological oxidation, is unable to escape to the atmosphere, and even lower pH levels will result.[9]

Hydrogen ion concentration may be significantly altered during water treatment. Chlorination tends to lower the pH, whereas water softening using the excess lime/soda ash process raises pH levels. In a survey of the water supplies of the 100 largest U.S. cities,[10] it was found that although all the cities used a raw water supply with a pH less than 9, 17 cities provided drinking water with pH levels greater than 9. The range of pH in finished water encountered in this survey was from 5.0 to 10.5, with a median level of 7.5.

Relationship of pH to Corrosion and Incrustation

The economic loss caused by corrosion in water mains and water treatment facilities has been estimated at $375 million annually in the United States.[11] In contrast to the corrosion problem is the loss of distribution capacity and the concomitant increase in pumping costs that result from calcium carbonate deposition.[12]

Metals used in distribution systems, such as cast iron, steel and copper, tend to corrode in contact with water because of their thermodynamic instability. The deterioration of concrete, asbestos-cement and cement-lined cast iron pipe, all of which are commonly used in distribution systems, may also occur. Natural waters contain gases, colloidal matter and a variety of electrolytes and non-electrolytes that, together with pH, determine the extent to which corrosion is possible in a given situation.[7] In general, the presence of anions that form soluble compounds with a metal increases the corrosiveness of the water with respect to that metal, whereas the presence of anions that form insoluble compounds may increase its passivity.

The role of pH in the corrosion of metals used in water distribution has been summarized by Drane[7] as follows:

1. Steel corrodes at approximately the same rate at all pH levels commonly found in natural waters. The form that the corrosion takes is, however, affected by pH. At values between 7.5 and 9.0, there is a tendency for the corrosion products to adhere in a hard, crusty deposit. At lower pH values, adherent corrosion products are not so evident, although a very hard form of deposit is sometimes seen in pipes that have been in service for some years. Loss of head, owing to scaling of a pipe, is more commonly found in the higher pH range; at lower pH values, "red water" complaints arising from corrosion products in suspension are more common. Cast iron behaves in a manner similar to steel at alkaline pH values, but at lower pH values it is subject to graphitization.

2. Copper is markedly affected by pH. In aggressive waters, slight corrosion occurs, and the small amount of copper in solution may cause staining of fabrics and plumbing fixtures. In addition, redeposition of copper on aluminum or galvanized surfaces sets up electrochemical cells resulting in pitting of these metals. In most waters, the critical pH value is about 7.0, but in soft waters containing organic acids it may be higher.

3. Lead corrosion is affected by carbonate content, pH and mineral constituents. The simplest method of control is usually to increase the pH by adding alkali. Few waters are plumbo-solvent if the pH is above 7.0.

Zinc coatings on iron and galvanized steel are attacked in the same way as iron, but usually more slowly. Very alkaline waters, above about pH 10.5, can be aggressive to zinc[13] and will often remove galvanized coatings.

Corrosion control may result from calcium carbonate deposition. The factors affecting this process are temperature, pH, total dissolved solids, hardness, carbon dioxide and alkalinity. A rigorous treatment of the calcium carbonate – bicarbonate equilibrium is invariably impossible under practical conditions. Accordingly, a number of semi-empirical and empirical relationships using easily measured parameters have been developed.

One of the earliest relationships was developed by Langelier,[5,14] who studied the mathematical relationship between calcium carbonate, calcium bicarbonate and carbon dioxide in water. The simpler form of his equation, which is applicable when pH_s lies between 6.5 and 9.5, is[15]:

$$pH_s = pCa^{2+} + pAlk + (pK_2 - pK_s)$$

where pH_s (the saturation pH) is the pH at which, with no change of alkalinity, calcium content or dissolved solids, the water would neither deposit nor dissolve calcium carbonate; the other terms are as follows:

- pCa^{2-} is the negative logarithm of the calcium concentration, expressed as mg $CaCO_3$/L,
- pAlk is the negative logarithm of the alkalinity to methyl orange, expressed as mg $CaCO_3$/L,
- pK_2 is the negative logarithm of the ionization constant of HCO_3^-, and
- pK_s is the negative logarithm of the solubility product of $CaCO_3$.

The term $(pK_2 - pK_s)$ is a function of ionic strength and temperature. Nomograms relating this quantity to readily measured water parameters — for example, pH, total dissolved solids, alkalinity and temperature — have been published.[5,6,14]

The Langelier saturation index (SI) is defined as the difference between the actual pH of the water and the saturation pH:

$$SI = pH - pH_s$$

A positive value for SI indicates scale-forming tendencies, and a negative value indicates scale-dissolving or aggressive qualities.

Although the solubility product of calcium carbonate decreases with increasing temperature, leading to increased deposition at higher temperatures under most conditions, this is not true for waters of low alkalinity (<50 mg/L as calcium carbonate). In such waters, the decrease in pH with temperature outweighs the decrease in solubility of calcium carbonate. This decrease in pH at temperatures above about 55°C actually increases the solubility of calcium carbonate. The effect on saturation index is particularly acute below 25 mg/L alkalinity in hot water systems, because there is insufficient alkalinity to buffer the effect of temperature on pH.[16]

Ryznar introduced an empirical relationship, based on the Langelier saturation pH, named the stability index[17]:

$$\text{stability index} = 2\,pH_s - pH$$

Values of the index greater than about 7.0 indicate corrosive water, and values less than 7.0 indicate scale-forming tendencies. This index is of interest in evaluating waters of widely different compositions.

An aggressivity index (AI) has been established by the American Water Works Association for use with asbestos-cement pipe[18]:

$$AI = pH + \log (Alk)\,(Ca^{2+})$$

A value of less than 10 indicates that the water is unsuitable for use in such pipes.

Numerous other indices are also in use — for example, momentary excess, driving force index, marble test, Enslow's stability indicator — all of which are based on the calcium carbonate – bicarbonate equilibrium system. These have been discussed[15] with respect to water softening.

The effectiveness of corrosion protection by altering pH and calcium content (normally by using lime and/or carbon dioxide) depends on judicious balance of the carbonate–bicarbonate equilibrium system. A water that is exactly in equilibrium — i.e., just stabilized — with respect to calcium carbonate is normally corrosive to iron and steel because it has no power to form a calcium carbonate deposit. Supersaturated water, on the other hand, will form substantial scale unless suitably treated. This scale may or may not inhibit corrosion, depending on how well it adheres to the metal and on its porosity. The relationship between pH and the quality of deposited carbonate films has been studied by McClanahan and Mancy.[12]

Ideal conditioning of water with respect to inhibition of corrosion and incrustation is given by the following characteristics[19]:

- the water should be oversaturated by 4 to 10 mg/L with calcium carbonate;
- calcium and alkalinity values should each be greater than 40 mg/L, expressed as calcium carbonate;
- the alkalinity:(chloride plus sulphate) ratio should be at least 5:1, with all concentrations being expressed equivalent to calcium carbonate; and
- pH should be in the range 6.8 to 7.3.

Waters that are excessively hard do not usually lead to severe corrosion problems, but they are prone to excessive incrustation and also reduce the effectiveness of soaps. Hardness is usually removed in water treatment by precipitation of the hardness-producing cations — calcium as the carbonate and magnesium as the hydroxide. Lime is added, usually in a calculated excess, precipitating most of the calcium carbonate and magnesium hydroxide; this is followed by soda ash addition to remove the excess lime and any non-carbonate hardness. Water treated in this manner will have a pH of the order of 10.9 and will have scale-forming tendencies.[15] Stabilization can be achieved by recarbonation (addition of carbon dioxide) to a pH of 9.7 to 10 and by the addition of 0.25 to 0.5 mg sodium polyphosphate per litre.[15] However, other authorities[20] have recommended recarbonation to pH 8.6, to stabilize the water against subsequent excessive calcium carbonate deposition in the distribution system.

There is one final area that should be mentioned with respect to corrosion and incrustation, and that is the buildup of either beneficial or harmful biological slime on distribution pipe surfaces. The slime may serve to prevent the removal of oxidation products from and the penetration of oxygen to the pipe walls, thus inhibiting corrosion. Alternatively, excessive growths could create regions of locally low pH at the pipe surface by generating carbon dioxide. This could lead to localized corrosion, even though the bulk water might possess favourable stability and aggressivity indices.[21] Red water complaints are often the result of sudden growth of iron bacteria, which produce ferric hydroxide as the metabolic end product. The development of iron bacteria may be such that severe blocking of water pipes can occur in a matter of weeks. The growth of iron bacteria is very pH dependent, occurring over the range 5.5 to 8.2, with an optimum pH of about 6.5.[22]

Relationship with Other Water Quality Parameters

Insofar as aqueous chemical equilibria invariably involve hydrogen (and hydroxyl) ions, pH will be related, in one or more of several different ways, to almost every other water quality parameter.

Physical Characteristics

Taste and odour in drinking water arise from a wide variety of sources, and no generalizations as to the effect of pH on these parameters can be made. In waters prone to sulphur contamination, the formation of gaseous hydrogen sulphide, which leads to "bad egg" odours, is thermodynamically favoured at pH values less than about 7.0.[13] Nitrogen trichloride, which has an objectionable pungent odour,[23] tends to be formed in greater concentrations at low pH values (<pH 7) during the chlorination process.[24] It has also been reported that at high pH levels drinking water acquires a bitter taste.[25]

The colour intensity in a given water sample is increased by raising the pH.[26] This effect, known as the "indicator effect," has led to the suggestion that all colour measurements for water quality control be carried out at a standard pH of 8.3.[27]

Turbidity, taste- and odour-producing compounds, micro-organisms and colour can be removed by a combination of coagulation, flocculation and filtration. The efficiencies of coagulation and flocculation processes are markedly dependent on pH, and it is standard practice in water treatment to adjust pH so that optimum floc formation is achieved.[28,29] In certain instances, filtration efficiency is also sensitive to pH.[30]

Microbiological Characteristics

Although most micro-organisms tolerate the pH range commonly found in water sources, rapid growth is usually confined to one pH unit or less.[22,31,32]

Of greater importance to the microbiological quality of water is the influence of pH on the effectiveness of chlorine disinfection. The germicidal efficiency of chlorine in water is lower at higher pH values; this has been attributed to the reduction in hypochlorous acid concentration with increasing pH.[33–36] Hypochlorous acid has a germicidal effectiveness about 100 times greater than that of the hypochlorite ion.[37] Most natural waters, however, contain ammonia-nitrogen, which reacts with chlorine and hypochlorous acid to form mono-, di- and trichloramines (combined available chlorine), the relative amounts of which depend on pH. In many, if not most, treatment plants using chlorine disinfection, sufficient chlorine is added to oxidize all the ammonia and to provide excess free chlorine (break-point chlorination). Under these conditions, the hypochlorous acid concentration reaches a maximum at a pH of about 7.5, with lower concentrations at lower and higher pH values.[24]

Chlorination in water treatment serves two purposes. The first is to inactivate pathogenic organisms in the water before entry into the distribution system. The second is to ensure that a free chlorine residual persists to the user's tap. It may be argued that high pH, with the attendant reduction in the rate of germicidal action, is detrimental to the effectiveness of free chlorine in the distribution system. However, it must be remembered that the hypochlorous acid – hypochlorite ion system is a chemical equilibrium, and removal of hypochlorous acid by reaction with micro-organisms will lead to further formation of the acid, provided that there is a free chlorine residual. The reaction rate of hypochlorous acid disinfection is slower at lower pH levels, but this may be compensated for by longer contact times. The important parameter is the total available chlorine (as both HOCl and OCl^-).

Ozone, which is used in more than 20 water treatment facilities in Quebec,[38] and chlorine dioxide, which is primarily employed in Canada for taste and odour control, are alternative disinfection agents. The effectiveness of both is unchanged by pH within the range of pH values encountered in drinking water. Chlorine dioxide has a germicidal effectiveness similar to that of hypochlorous acid, whereas that of ozone is considerably greater.[24]

Chemical Characteristics

A major source of metal contamination in drinking water is corrosion in the water supply system.[39] Two of the potentially most troublesome metals are lead and cadmium. Lead is immune to corrosion at all pH levels above 6 in pure water; in the presence of carbonates and bicarbonates, lead is passive between about pH 4 and 12, but it becomes subject to corrosion above pH 12.[13] In a study of drinking water with a low alkalinity and a fairly low pH, high levels of lead were found in the drinking water of households that had lead plumbing.[40] Cadmium, in pure water, is passive between about pH 9 and 13.5, but experimental data show that corrosion is significant only below pH 6.[13]

Water with an aggressivity index below 10 has been shown, in laboratory studies, to promote the release of asbestos fibres from asbestos-cement pipes.[40] It was also pointed out that pipes coated with coal tar enamel might be a source of polynuclear aromatic hydrocarbons (PAHs) owing to the leaching action of water.[40]

Trihalomethanes are formed during the chlorination of waters with an organic carbon content. Postulated mechanisms for the formation of trihalomethanes involve initial reaction of hypochlorous acid with the organic precursors: electrophilic aromatic substitution of positive chlorine species and electrophilic addition of

positive chlorine to appropriately activated double bonds,[41] and, more specifically, the reaction of chlorine with m-dihydroxybenzene structures within a fulvic acid lattice.[42] Such reactions, like the simpler haloform reaction, are base catalysed. It has been shown, both in the laboratory[43] and under practical conditions in a water treatment plant,[44] that, for a given organic carbon content and chlorine dose, higher concentrations of trihalomethanes are formed at higher pH values.

Health Effects

Because pH is related to a variety of other parameters, it is not possible to determine whether pH has a direct relationship with human health. Insofar as pH affects the unit processes in water treatment that contribute to the removal of viruses, bacteria and other harmful organisms, it could be argued that pH has an indirect effect on health. The destruction of viruses by the high pH levels encountered in water softening by the lime/soda ash process could also be considered beneficial. On the other hand, the increased yield of trihalomethanes at high pH values may be detrimental.

In one of the few epidemiological studies carried out on drinking water supplies in which pH was one of the parameters considered, Taylor and co-workers[45] were unable to obtain any significant correlation between the incidence of infectious hepatitis and finished water pH. Sixteen U.S. cities that used surface water as a source of drinking water were considered in the study.

Rationale

1. There are no specific health effects on which to base limits for the pH of drinking water. The main purpose in controlling pH is to produce water in which corrosion and incrustation are minimized. These processes, which can cause considerable damage to the water supply system, result from complex interactions between pH and other parameters such as dissolved solids, dissolved gases, hardness, alkalinity and temperature.

2. As a generalization, metal corrosion may become significant below a pH of about 6.5; incrustation and scaling problems are most commonly encountered above about pH 8.5.

3. The acceptable range for drinking water pH is therefore from 6.5 to 8.5. In general, waters with a pH within this range can be stabilized with respect to corrosion and incrustation by simple pH adjustment. By keeping the pH below 8.5, the rate of chlorine disinfection is increased and the production of trihalomethanes is reduced.

References

1. American Public Health Association/American Water Works Association/Water Pollution Control Federation. Standard methods for the examination of water and wastewater. 14th edition. Washington, DC (1976).

2. American Society for Testing and Materials. Standard method of test for pH of water and waste water. In: Annual book of ASTM standards. Part 31. Philadelphia, PA. p. 178 (1976).

3. Feldman, I. Use and abuse of pH measurements. Anal. Chem., 28: 1859 (1956).

4. Goldman, J.C., Porcella, D.B., Middlebrooks, E.J. and Toerien, D.F. Review paper. The effect of carbon on algal growth — its relationship to eutrophication. Water Res., 6: 637 (1972).

5. Langelier, W.F. Effect of temperature on the pH of natural waters. J. Am. Water Works Assoc., 38: 179 (1946).

6. Webber, W.J., Jr., and Stumm, W. Mechanism of hydrogen ion buffering in natural waters. J. Am. Water Works Assoc., 55: 1553 (1963).

7. Drane, C.W. Natural waters. In: Corrosion. 2nd edition. L.L. Shreir (ed.). Newnes-Butterworths, London, U.K.

8. Butler, G. and Ison, W.C.K. Corrosion and its prevention in waters. Reinhold, New York, NY. p. 25 (1966).

9. Sawyer, C.N. and McCarty, P.L. Acidity. In: Chemistry for sanitary engineers. 2nd edition. McGraw-Hill Series in Sanitary Science and Water Resources Engineering, McGraw-Hill, Toronto. p. 320 (1967).

10. Durfor, C.N. and Becker, E. Selected data on public supplies of the 100 largest cities in United States, 1962. J. Am. Water Works Assoc., 56: 237 (1964).

11. Hudson, H.E., Jr., and Gilcreas, F.W. Health and economic aspects of water hardness and corrosiveness. J. Am. Water Works Assoc., 68: 201 (1976).

12. McClanahan, M.A. and Mancy, K.H. Effect of pH on quality of calcium carbonate film deposited from moderately hard and hard water. J. Am. Water Works Assoc., 66: 49 (1974).

13. Pourbaix, M. Atlas of electrochemical equilibria in aqueous solutions. 2nd edition. National Association of Corrosion Engineers, Houston, TX (1974).

14. Langelier, W.F. Chemical equilibria in water treatment. J. Am. Water Works Assoc., 38: 169 (1946).

15. Dye, J.F. and Tuepker, J.L. Chemistry of the lime-soda process. In: Water quality and treatment; a handbook of public water supplies. 3rd edition. American Water Works Association. McGraw-Hill, Toronto. p. 313 (1971).

16. Larson, T.E. Corrosion phenomena — causes and cures. In: Water quality and treatment; a handbook of public water supplies. 3rd edition. American Water Works Association. McGraw-Hill, Toronto. p. 295 (1971).

17. Ryznar, J.W. A new index for determining amount of calcium carbonate scale formed by a water. J. Am. Water Works Assoc., 36: 472 (1944).

18. American Water Works Association. AWWA Standard C400-77 revision of C400-75. Denver, CO (1977).

19. Merrill, D.T. and Sanks, R.L. Corrosion control by deposition of $CaCO_3$ films: Part 1. A practical approach for plant operators. J. Am. Water Works Assoc., 69: 592 (1977).

20. Sawyer, C.N. and McCarty, P.L. Residual chlorine and chlorine demand. In: Chemistry for sanitary engineers. 2nd edition. McGraw-Hill Series in Sanitary Science and Water Resources Engineering, McGraw-Hill, Toronto. p. 363 (1967).

21. O'Connor, J.T., Hash, L. and Edwards, A.B. Deterioration of water quality in distribution systems. J. Am. Water Works Assoc., 67: 113 (1975).

22. Shair, S. Iron bacteria and red water. Ind. Water Eng. (March–April): 16 (1975).

23. American Water Works Association Research Foundation. Handbook of taste and odor control experiences in the U.S. and Canada. American Water Works Association, Denver, CO (1976).

24. Morris, J.C. Chlorination and disinfection — state of the art. J. Am. Water Works Assoc., 63: 769 (1971).

25. U.S. Environmental Protection Agency. Statement of basis and purpose for the National Secondary Drinking Water Regulations. March (1977).

26. Black, A.P. and Christman, R.F. Characteristics of coloured surface waters. J. Am. Water Works Assoc., 55: 753 (1963).

27. Singley, J.E., Harris, R.H. and Maudling, J.S. Correction of color measurements to standard conditions. J. Am. Water Works Assoc., 58: 455 (1966).

28. Sawyer, C.N. and McCarty, P.L. Chemical coagulation of water. In: Chemistry for sanitary engineers. 2nd edition. McGraw-Hill Series in Sanitary Science and Water Resources Engineering, McGraw-Hill, Toronto. p. 341 (1967).

29. Maudling, J.S. and Harris, R.H. Effect of ionic environment and temperature on the coagulation of color-causing organic compounds with ferric sulfate. J. Am. Water Works Assoc., 60: 460 (1968).

30. AWWA Research Committee on Coagulation. Coagulation–filtration practice as related to research. A committee report. J. Am. Water Works Assoc., 66: 502 (1974).

31. Davis, B.D., Dulbeco, R., Eisen, H.N., Ginsberg, H.S. and Wood, W.B., Jr. Microbiology. 2nd edition. Harper and Row, New York, NY. p. 92 (1973).

32. Rudolfs, W., Falt, L.L. and Ragatzkie, R.A. Literature review on the occurrence and survival of enteric, pathogenic, and relative organisms in soil, water, sewage, and sludges, and on vegetation. Sewage Ind. Wastes, 22: 1261 (1950).

33. Butterfield, C.T., Wattie, E., Megregian, S. and Chambers, C.W. Influence of pH and temperature on the survival of coliforms and enteric pathogens when exposed to free chlorine. Public Health Rep., 58: 1837 (1943).

34. Smith, W.W. and Bodkin, R.E. The influence of hydrogen ion concentration on the bactericidal action of ozone and chlorine. J. Bacteriol., 47(A17): 445 (1944).

35. Scarpino, P.V., Berg, G., Chang, S.L., Dahling, D. and Lucas, M. A comparative study of the inactivation of viruses in water by chlorine. Water Res., 6: 959 (1972).

36. Kott, Y., Nupen, E.M. and Ross, W.R. The effect of pH on the efficiency of chlorine disinfection and virus enumeration. Water Res., 9: 869 (1975).

37. White, G.C. Chlorination and dechlorination: a scientific and practical approach. J. Am. Water Works Assoc., 60: 540 (1968).

38. Federal, Provincial and Municipal Government Agencies, and the Federation of Associations on the Canadian Environment. National Inventory of Municipal Waterworks and Wastewater Systems in Canada 1975 (1975).

39. Craun, G.E. and McCabe, L.J. Problems associated with metals in drinking water. J. Am. Water Works Assoc., 67: 593 (1975).

40. McFarren, E.F., Buelow, R.W., Thurnau, R.C., Gardels, M., Sorrell, R.K., Snyder, P. and Dressman, R.C. Water quality deterioration in the distribution system. Water Quality Technology Conference, Kansas City, MO, December (1977).

41. Morris, J.C. and McKay, G. Formation of halogenated organics by chlorination of water supplies. U.S. Environmental Protection Agency Rep. EPA 600/1-75-002 (1975).

42. Rook, J.J. Chlorination reactions of fulvic acids in natural waters. Environ. Sci. Technol., 11: 478 (1977).

43. Stevens, A.A., Slocum, C.J., Seeger, D.R. and Robeck, G.G. Chlorination of organics in drinking water. J. Am. Water Works Assoc., 68: 615 (1976).

44. Harms, L.L. and Looyenga, R.W. Chlorination adjustment to reduce chloroform formation. J. Am. Water Works Assoc., 69: 258 (1977).

45. Taylor, F.B., Eagen, J.H., Smith, H.F.D., Jr., and Coene, R.F. The case for water-borne infectious hepatitis. Am. J. Public Health, 56: 2093 (1966).

Le pH

La marge acceptable du pH de l'eau potable est comprise *entre 6,5 et 8,5*. La corrosion du métal peut devenir sérieuse en-dessous d'un pH de 6,5; l'incrustation et l'entartrage peuvent s'amplifier à un pH supérieur à 8,5. L'accroissement du pH réduit aussi progressivement l'efficacité du chlore comme désinfectant.

Définition et mesure

La valeur p d'une entité est définie comme le logarithme décimal négatif de cette entité; ainsi,

$$pM = -\log_{10} M$$

où M peut être une activité, une concentration ou une constante d'équilibre. Le pH d'une solution est le logarithme décimal négatif de l'activité des ions hydrogènes a_{H^+} :

$$pH = -\log_{10} (a_{H^+})$$

Dans une solution diluée, l'activité des ions hydrogène est à peu près égale à leur concentration.

On mesure ordinairement le pH d'un échantillon d'eau par une méthode électrométrique à l'aide d'une électrode de verre.[1,2] On peut donc, dans une perspective opérationnelle, définir le pH en fonction de E, soit la force électromotrice en volts mesurée entre une électrode de verre et une électrode de référence lorsque les électrodes sont plongées dans l'échantillon, et de E_B, soit la force électromotrice obtenue lorsque les électrodes sont plongées dans une solution tampon de référence, le pH de cette solution étant représenté par pH_B.[2] L'expression mathématique de cette définition est la suivante :

$$pH = pH_B + [(E - E_B)F/2{,}3026RT]$$

où F désigne la constante de Faraday, R la constante des gaz et T la température absolue. La solution tampon de référence fait donc partie intégrante de la méthode normalisée.

La température produit deux effets importants sur la mesure du pH.[1,2] La différence de potentiel par unité de pH varie (selon le terme considéré dans l'équation) approximativement de 55 mV/unité de pH à 5 °C à 66 mV/unité de pH à 60 °C;[2] on peut corriger la situation grâce au système de compensation de température dont sont munis les meilleurs appareils du commerce. Les constantes de l'équilibre chimique existant dans une solution tampon varient, modifiant ainsi le pH_B; le pH_B doit donc être corrigé en fonction de la température. On connaît le pH des solutions tampons, à différentes températures. Les changements de température modifient également l'équilibre ionique de tous les acides et bases faibles présents dans un échantillon d'eau. L'importance de cet effet dépend, dans une large mesure, de l'alcalinité de l'échantillon. Il faut donc enregistrer la température de l'échantillon en même temps que la mesure du pH.

À des pH élevés, les cations des métaux alcalins et alcalino-terreux interfèrent avec l'action des électrodes de verre. C'est ce qu'on appelle «l'effet de l'ion sodium». Dans le cas des électrodes de verre normales, à tout usage, cet effet se fait sentir à des pH au-dessus de 10,5 environ; les mesures sont alors entachées d'erreurs.[3] Dans le but d'éviter de telles erreurs, on conseille, pour mesurer les pH supérieurs à 10, d'utiliser un type d'électrode conçu pour une forte alcalinité.[1,2]

Facteurs influençant l'échelle des pH

Le pH d'une solution aqueuse est une mesure de l'équilibre acide-base réalisé par différents composés dissous; dans la plupart des eaux naturelles, il est contrôlé par le mécanisme d'équilibre anhydride carbonique – bicarbonate – carbonate. Voici les divers types d'équilibre en cause :[4]

$$H_2O \rightleftharpoons H^+ + OH^-,\ pK_w = 14{,}0$$

$$CO_2\ (g) \rightleftharpoons CO_2\ (aq)$$

$$CO_2\ (aq) + H_2O \rightleftharpoons H_2CO_3,\ pK_a \cong 2{,}8$$

$$H_2CO_3 \rightleftharpoons H^+ + HCO_3^-,\ pK_1 = 6{,}35$$

$$HCO_3^- \rightleftharpoons H^+ + CO_3^{2-},\ pK_2 = 10{,}3$$

où les valeurs pK sont les valeurs à 25 °C.

Tous ces équilibres subissent l'influence de la température; K_w accuse les plus grandes variations. Dans l'eau pure, lorsque la température augmente de 25 °C, le pH diminue d'environ 0,45.[5] Dans les eaux

ayant un pouvoir tampon dû aux ions bicarbonate, carbonate et hydroxyde, l'effet de la température est modifié.[5]

Le pH de la plupart des sources d'eau brute est compris entre 6,5 et 8,5.[6] Dans certaines sources d'eau douce, cependant, le pH peut être considérablement plus bas à cause du lessivage des acides organiques provenant de la végétation en décomposition[7] et de la présence d'anhydride carbonique dissous.[8] Dans certaines sources d'eau souterraines, l'anhydride carbonique issu de l'oxydation bactériologique ne peut être libéré dans l'atmosphère et il en résulte un pH encore plus bas.[9]

La concentration d'ions hydrogène peut être modifiée sensiblement au cours du traitement de l'eau. La chloration tend à abaisser le pH tandis que l'adoucissement de l'eau à l'aide du procédé chaux/soude l'élève. Une étude portant sur les réseaux d'aqueduc des 100 plus grandes villes des États-Unis[10] a révélé que, même si toutes les villes utilisaient une source d'eau brute dont le pH était inférieur à 9, l'eau potable distribuée par 17 de ces villes avait un pH supérieur à 9. L'échelle du pH dans l'eau traitée s'étendait de 5 à 10,5 (valeur médiane de 7,5).

Le pH en fonction de la corrosion et de l'entartrage

Les pertes économiques dues à la corrosion dans les conduites maîtresses et les installations de traitement de l'eau sont évaluées à 375 millions de dollars par année aux États-Unis.[11] Par ailleurs, les dépôts de carbonate de calcium diminuent la capacité de distribution tout en faisant grimper les coûts de pompage.[12]

Les métaux utilisés dans les réseaux de distribution, comme la fonte, l'acier et le cuivre, ont tendance à se corroder au contact de l'eau à cause de leur instabilité thermodynamique. Les tuyaux de béton, d'amiante-ciment et de fonte enduite de ciment, tous largement utilisés dans les réseaux d'aqueduc, peuvent aussi se détériorer. Les eaux naturelles contiennent des gaz, des substances colloïdales et divers corps électrolytiques et non électrolytiques qui déterminent, avec le pH, l'ampleur des risques de corrosion dans une situation donnée.[7] En général, la présence d'anions formant des composés solubles avec un métal augmente le pouvoir corrosif de l'eau face à ce métal, tandis que la présence d'anions formant des composés insolubles peut en augmenter la passivité.

Drane résume comme suit le rôle du pH dans la corrosion des métaux utilisés dans les réseaux de distribution :[7]

1. L'acier se corrode approximativement à la même vitesse à tous les pH mesurés habituellement dans les eaux naturelles. La forme de la corrosion dépend cependant du pH. À des pH compris entre 7,5 et 9, les produits de corrosion ont tendance à former une croûte durcie. À des pH moins élevés, les dépôts sont moins considérables, bien qu'on remarque parfois une forme de dépôt très dur dans les tuyaux qui sont en usage depuis un certain nombre d'années. La perte de charge due à l'entartrage d'un tuyau se manifeste le plus souvent à des pH plutôt élevés; à des pH plutôt bas, on se plaint plus fréquemment de la couleur rougeâtre donnée à l'eau par la présence de déchets de corrosion en suspension. La fonte se comporte de la même façon que l'acier dans une eau alcaline; à des pH plutôt bas, elle est sujette à la graphitisation.

2. Le cuivre est très sensible au pH. Dans les eaux agressives, il se corrode un peu; une petite quantité de cuivre en solution peut tacher les tissus et les accessoires de plomberie. En outre, lorsque le cuivre se dépose à nouveau sur les surfaces en aluminium et sur les surfaces galvanisées, il y a formation de cellules électrochimiques qui sont à l'origine de piqûres dans le métal. Dans la plupart des eaux, le pH critique est d'environ 7; dans les eaux douces contenant des acides organiques, il peut être plus élevé.

3. La corrosion du plomb est fonction de la teneur en carbonates, du pH et des constituants minéraux. La méthode de contrôle la plus simple consiste ordinairement à augmenter le pH en ajoutant un alcali. À des pH supérieurs à 7, peu d'eau sont agressives à l'égard du plomb.

La corrosion attaque l'enduit de zinc qui recouvre le fer et l'acier galvanisés de la même façon qu'elle attaque le fer, mais ordinairement plus lentement. Les eaux très alcalines, dont le pH est supérieur à 10,5 environ, peuvent attaquer le zinc[13] et détruisent souvent les revêtements galvanisés.

Les dépôts de carbonate de calcium peuvent aider à contrôler la corrosion. Les facteurs qui influent sur ce processus sont la température, le pH, les matières dissoutes totales, la dureté, l'anhydride carbonique et l'alcalinité. En pratique, un traitement rigoureux visant à maintenir l'équilibre carbonate de calcium/bicarbonate est absolument impossible. En conséquence, on a établi des rapports semi-empiriques et empiriques en utilisant des paramètres facilement mesurables.

L'un des premiers parmi ces rapports a été établi par Langelier,[5,14] qui a étudié le rapport mathématique entre le carbonate de calcium, le bicarbonate de calcium et le gaz carbonique dans l'eau. Ce rapport est défini sous sa forme la plus simple par l'équation suivante, applicable lorsque le pH_s se situe entre 6,5 et 9,5 :[15]

$$pH_s = pCa^{2+} + pAlc + (pK_2 - pK_s)$$

où pH_s (le pH de saturation) est le pH pour lequel, sans qu'il y ait de changement en ce qui concerne l'alcalinité, la teneur en calcium ou les matières dissoutes, l'eau ne dépose ni ne dissout le carbonate de calcium; les autres termes sont définis comme suit :

pCa^{2+} est le logarithme négatif de la concentration de calcium, exprimé en mg de $CaCO_3$/L,

pAlc est le logarithme négatif de l'alcalinité déterminée avec le méthylorange, exprimé en mg de $CaCO_3$/L,

pK_s est le logarithme négatif du produit de solubilité de $CaCO_3$, et

pK_2 est le logarithme négatif de la constante d'ionisation de HCO_3^-.

Le terme ($pK_2 - pK_s$) est fonction de la force ionique et de la température. On a dressé des nomogrammes qui établissent un rapport entre cette quantité et les paramètres mesurés de l'eau, par exemple le pH, les matières dissoutes totales, l'alcalinité et la température.[5,6,14]

On définit l'indice de saturation de Langelier comme la différence entre le pH réel de l'eau et le pH de saturation.

$$\text{Indice de saturation} = pH - pH_s$$

Un indice de saturation positif indique que l'eau a tendance à entartrer, tandis qu'un indice de saturation négatif indique qu'elle a tendance à dissoudre le tartre, à être agressive.

Bien que le produit de solubilité du carbonate de calcium diminue lorsque la température augmente, ce qui provoque une augmentation des dépôts à des températures plus élevées dans presque toutes les conditions, il n'en est pas de même pour les eaux peu alcalines (<50 mg/L exprimé en $CaCO_3$). Dans ces eaux, la diminution du pH en fonction de la température est plus importante que la diminution de la solubililté du carbonate de calcium. Cette diminution du pH, à des températures supérieures à 55 °C environ, augmente de fait la solubilité du carbonate de calcium. L'effet produit sur l'indice de saturation se fait particulièrement sentir dans les canalisations véhiculant de l'eau chaude dont l'alcalinité est inférieure à 25 mg/L, car l'alcalinité est insuffisante pour tamponner l'effet de la température sur le pH.[16]

Ryznar a établi un rapport empirique, soit l'indice de stabilité, à partir du pH de saturation de Langelier :[17]

$$\text{Indice de stabilité} = 2\,pH_s - pH$$

Un indice supérieur à 7 environ correspond à une eau corrosive, tandis qu'un indice inférieur à 7 caractérise une eau qui a tendance à entartrer. Cet indice revêt une certaine importance lorsqu'il s'agit d'évaluer des eaux de composition très différente.

L'American Water Works Association a établi un indice d'agressivité en rapport avec les tuyaux d'amiante-ciment :[18]

$$\text{Indice d'agressivité} = pH + \log (Alc)\,(Ca^{2+})$$

Lorsque l'indice est inférieur à 10, cela signifie que l'eau ne peut pas être utilisée dans de tels tuyaux.

On utilise également de nombreux autres indices, par exemple l'excès momentané, l'indice de force motrice, l'essai au marbre, l'indicateur de stabilité de Enslow, qui sont tous basés sur le système d'équilibre carbonate de calcium–bicarbonate. On a déjà parlé de ces indices[15] dans le document portant sur l'adoucissement de l'eau.

En modifiant le pH et la teneur en calcium (normalement en utilisant de la chaux ou du gaz carbonique), on peut empêcher la corrosion, mais à condition que le système carbonate/bicarbonate soit bien équilibré. Une eau parfaitement en équilibre, c'est-à-dire qui vient juste d'être stabilisée en ce qui concerne le carbonate de calcium, est ordinairement corrosive pour le fer et l'acier parce qu'elle n'a pas le pouvoir de former un dépôt de carbonate de calcium. Par contre, une eau sursaturée aura tendance à entartrer si elle n'est pas bien traitée. Selon la façon dont il adhère au métal et selon sa porosité, le tartre peut enrayer ou non la corrosion. McClanahan et Mancy ont étudié le rapport entre le pH et la qualité des dépôts de carbonate.[12]

Les caractérisques suivantes s'appliquent au traitement idéal de l'eau en ce qui concerne l'arrêt de la corrosion et la diminution des problèmes d'entartrage :[19]

- l'eau doit être sursaturée de carbonate de calcium (excès de 4 à 10 mg/L);
- la teneur en calcium et l'alcalinité doivent être supérieures à 40 mg/L, le tout exprimé en $CaCO_3$;
- le rapport alcalinité/chlorure et sulfate doit être d'au moins 5:1, toutes les concentrations étant exprimées en équivalents de $CaCO_3$;
- le pH doit être compris entre 6,8 et 7,3.

Les eaux extrêmement dures ne soulèvent ordinairement pas de graves problèmes de corrosion, mais elles ont tendance à entartrer exagérément et réduisent aussi l'efficacité des savons. On élimine ordinairement la dureté de l'eau en précipitant les cations qui la produisent : le calcium sous forme de carbonate et le magnésium sous forme d'hydroxyde. On ajoute ordinairement de la chaux, en prévoyant un excès calculé, faisant ainsi précipiter la plus grande partie du $CaCO_3$ et du $Mg(OH)_2$; puis, pour enlever l'excès de chaux et toute dureté non carbonatée, on ajoute du carbonate de sodium. Une eau ainsi traitée aura un pH de l'ordre de 10,9 et aura tendance à entartrer.[15] La stabilisation peut être réalisée par recarbonatation (addition de gaz carbonique) jusqu'à ce que le pH soit compris entre 9,7 et 10, et par l'additon de 0,25 à 0,5 mg de polyphosphate de sodium/L.[15] Certains experts[20] recommandent plutôt la recarbonatation jusqu'à un pH de 8,6 pour stabiliser l'eau au cas où il se formerait d'autres dépôts excessifs de carbonate de calcium dans le réseau de distribution.

Il convient de mentionner un dernier point en ce qui concerne la corrosion et l'entartrage : la formation d'un film biologique utile ou nuisible à la surface des canalisations. Ce film peut prévenir l'enlèvement des produits d'oxydation sur les parois des tuyaux ainsi que la pénétration d'oxygène jusqu'à ces tuyaux, enrayant ainsi la corrosion. En revanche, les dépôts excessifs peuvent créer à la surface des tuyaux une zone de pH peu élevé en formant du gaz carbonique, ce qui peut entraîner une corrosion localisée, même si les indices de stabilité et d'agressivité de l'eau sont favorables.[21] La couleur rouge de l'eau provient souvent d'une croissance soudaine de bactéries ferrugineuses qui donnent de l'hydrate ferrique comme produit métabolique terminal. La croissance des bactéries ferrugineuses peut être telle que les tuyaux peuvent se boucher complètement en quelques semaines. La croissance des bactéries ferrugineuses dépend beaucoup du pH; elle se produit à des pH compris entre 5,5 et 8,2, le pH optimal étant d'environ 6,5.[22]

Rapports entre le pH et les autres paramètres de la qualité de l'eau

Comme l'équilibre chimique d'une solution aqueuse fait invariablement intervenir des ions hydrogène (et hydroxyle), le pH sera lié, d'une ou de plusieurs façons différentes, à presque tous les autres paramètres de la qualité de l'eau.

Caractéristiques physiques

Le goût et l'odeur de l'eau potable proviennent d'une grande diversité de causes; aucune généralisation n'est possible en ce qui concerne l'effet du pH sur ces paramètres. Dans l'eau exposée à la contamination par le soufre, la formation de sulfure d'hydrogène gazeux (odeurs d'œufs pourris) est thermodynamiquement favorisée lorsque le pH est inférieur à 7 environ.[13] Le trichlorure d'azote, qui a une odeur piquante désagréable,[23] a tendance à se former en plus grandes concentrations à des pH faibles (<pH 7) au cours du procédé de chloration.[24] On prétend également qu'une eau dont le pH est élevé acquiert un goût amer.[25]

Dans un échantillon d'eau donné, l'intensité de la coloration augmente avec l'élévation du pH.[26] Cet effet indicateur a amené à imaginer que toutes les mesures à effectuer dans la perspective du contrôle de la qualité devraient se faire à un pH normalisé de 8,3.[27]

On peut supprimer la turbidité, les composés sapides et odorants, les microorganismes ainsi que la couleur par une combinaison des procédés de coagulation, de floculation et de filtration. L'efficacité des procédés de coagulation et de floculation dépend en grande partie du pH, et il est d'usage courant, dans le traitement de l'eau, d'ajuster le pH afin de former le meilleur floc possible.[28,29] L'efficacité de la filtration est, dans certains cas, également fonction du pH.[30]

Caractéristiques microbiologiques

Même si la plupart des microorganismes tolèrent la gamme des pH que l'on trouve habituellement dans les sources d'eau, la plage qui favorise leur croissance rapide se limite ordinairement à une unité de pH ou moins.[22,31,32]

En ce qui concerne la qualité microbiologique de l'eau, l'influence du pH sur l'efficacité de la désinfection par le chlore revêt une grande importance. Le pouvoir germicide du chlore dans l'eau diminue à mesure que le pH augmente; on attribue ce fait à la diminution de la concentration d'acide hypochloreux lorsque le pH augmente.[33-36] L'acide hypochloreux a un pouvoir germicide 100 fois plus grand environ que celui de l'ion hypochlorite.[37] La plupart des eaux naturelles, cependant, contiennent de l'azote ammoniacal qui réagit avec le chlore et l'acide hypochloreux pour former des monochloramines, des dichloramines et des trichloramines (chlore combiné disponible) dont la quantité relative dépend du pH. Dans de nombreuses usines de traitement ayant recours à la désinfection par le chlore, sinon dans la plupart, on ajoute suffisamment de chlore pour oxyder tout l'ammoniac et maintenir un excès de chlore libre (chloration au point critique). Dans ces conditions, la concentration d'acide hypochloreux est maximale à un pH d'environ 7,5 et elle est plus faible à des pH plus bas et plus élevés.[24]

La chloration de l'eau vise deux buts. Elle sert d'abord à rendre inactifs les organismes pathogènes présents dans l'eau avant que celle-ci ne pénètre dans le réseau de distribution. Elle a aussi pour but de faire en sorte que le chlore résiduel libre subsiste jusqu'au robinet du consommateur. On peut soutenir qu'un pH élevé, avec la réduction du pouvoir germicide qu'il provoque, nuit à l'efficacité du chlore libre dans le réseau de distribution. Cependant, il faut se rappeler que le système acide hypochloreux/ion hypochlorite forme un équilibre chimique et que l'élimination de l'acide hypochloreux au cours de la réaction avec les microorganismes entraînera, s'il y a du chlore résiduel libre, la formation d'acide hypochloreux additionnel. L'acide hypochloreux réagit moins vite comme désinfectant à des pH moins élevés, mais ce ralentissement peut être compensé par une durée de contact plus longue. Le paramètre important est ici le chlore total disponible (exprimé en HOCl et en OCl^-).

L'ozone, qui est utilisé dans plus de 20 installations de traitement d'eau au Québec,[38] et le bioxyde de chlore, qui est employé principalement au Canada pour contrôler le goût et l'odeur, sont aussi des agents de désinfection. Leur efficacité n'est pas modifiée aux pH que l'on rencontre ordinairement dans l'eau potable. Le bioxyde de chlore a un pouvoir germicide comparable à celui de l'acide hypochloreux, tandis que celui de l'ozone est de beaucoup supérieur.[24]

Caractéristiques chimiques

La corrosion dans le système d'aqueduc est une source importante de contamination de l'eau par le métal.[39] Deux des métaux les plus susceptibles de causer des problèmes sont le plomb et le cadmium. Le plomb est réfractaire à la corrosion à des pH supérieurs à 6 dans l'eau pure; en présence de carbonates et de bicarbonates, le plomb est passif à des pH compris entre 4 et 12 environ, mais il peut être attaqué par la corrosion à des pH supérieurs à 12.[13] Une étude portant sur une eau potable peu alcaline au pH passablement bas a révélé de fortes concentrations de plomb dans l'eau potable circulant dans des tuyaux en plomb.[40] Le cadmium, dans l'eau pure, est passif à des pH compris entre 9 et 13,5 environ, mais des données expérimentales indiquent qu'il ne se corrode véritablement qu'à des pH inférieurs à 6.[13]

Des études en laboratoire ont montré que l'eau dont l'indice d'agressivité était inférieur à 10 favorisait la libération des fibres d'amiante provenant des tuyaux en amiante-ciment.[40] On a également souligné que les tuyaux enduits d'une couche de goudron pouvaient être une source d'hydrocarbures aromatiques polycycliques (HAP) à cause du lessivage effectué par l'eau.[40]

Les trihalométhanes se forment au cours de la chloration des eaux contenant du carbone organique. Les mécanismes admis de formation des trihalométhanes supposent une réaction initiale de l'acide hypochloreux avec les précurseurs organiques, la substitution aromatique électrophilique du chlore positif et l'addition électrophilique de chlore positif à la double liaison convenablement activée,[41] et plus particulièrement la réaction du chlore avec les structures m-dihydroxybenzène à l'intérieur du réseau cristallin d'acide fulvique.[42] Ces réactions, de même que la réaction plus simple des haloformes, sont catalysées par une base. En laboratoire[43] et dans une usine de traitement de l'eau,[44] on a montré que, pour une teneur en carbone organique et une dose de chlore données, des concentrations plus fortes de trihalométhanes se forment lorsque le pH est plus élevé.

Effets sur la santé

Étant donné que le pH est lié à divers autres paramètres, il n'est pas possible de déterminer s'il existe un rapport direct entre le pH et la santé de l'homme. Dans la mesure où le pH modifie le procédé de traitement de l'eau qui contribue à éliminer les virus, les bactéries et d'autres organismes nuisibles, on peut dire qu'il a des effets indirects sur la santé. La destruction des virus, aux pH élevés que l'on rencontre au cours de l'adoucissement de l'eau par le procédé chaux/soude, peut être considérée comme utile. Par contre, l'augmentation de la génération de trihalométhanes à des pH élevés peut être néfaste.

Au cours d'une des rares études épidémiologiques sur les réseaux de distribution d'eau potable dans lesquelles le pH était un des paramètres pris en considération, Taylor et ses collaborateurs[45] n'ont pu établir de rapport important entre les cas d'hépatite infectieuse et le pH de l'eau traitée. Cette étude a été effectuée dans 16 villes américaines utilisant des eaux de surface comme source d'eau potable.

Justification

1. Aucun effet précis du pH sur la santé ne nous permet de fixer les limites de celui-ci pour l'eau potable. Le contrôle du pH sert avant tout à réduire la corrosion et l'entartrage.

2. En général, la corrosion du métal devient importante à des pH inférieurs à 6,5 environ; les problèmes d'incrustation et d'entartrage se font surtout sentir à des pH supérieurs à 8,5 environ.

3. L'échelle acceptable du pH dans l'eau est donc de l'ordre de 6,5 à 8,5. En général, les eaux dont le pH est compris entre ces valeurs peuvent être stabilisées, en ce qui concerne la corrosion et l'entartrage, par un simple ajustement du pH. Lorsque le pH est maintenu en dessous de 8,5, le pouvoir de désinfection du chlore est accru et la production de trihalométhanes est réduite.

Références bibliographiques

1. American Public Health Association/American Water Works Association/Water Pollution Control Federation. Standard methods for the examination of water and wastewater. 14e édition. Washington, DC (1976).

2. American Society for Testing and Materials. Standard method of test for pH of water and waste water. Dans : Annual book of ASTM standards. Part 31. Philadelphia, PA. p. 178 (1976).

3. Feldman, I. Use and abuse of pH measurements. Anal. Chem., 28 : 1859 (1956).

4. Goldman, J.C., Porcella, D.B., Middlebrooks, E.J. et Toerien, D.F. Compte rendu. The effect of carbon on algal growth — its relationship to eutrophication. Water Res., 6 : 637 (1972).

5. Langelier, W.F. Effect of temperature on the pH of natural waters. J. Am. Water Works Assoc., 38 : 179 (1946).

6. Webber, W.J., Jr., et Stumm, W. Mechanism of hydrogen ion buffering in natural waters. J. Am. Water Works Assoc., 55 : 1553 (1963).

7. Drane, C.W. Natural waters. Dans : Corrosion. 2e édition. L.L. Shreir (dir. de publ.). Newnes–Butterworths, London, U.K.

8. Butler, G. et Ison, W.C.K. Corrosion and its prevention in waters. Reinhold, New York, NY. p. 25 (1966).

9. Sawyer, C.N. et McCarty, P.L. Acidity. Dans : Chemistry for sanitary engineers. 2e édition. McGraw-Hill Series in Sanitary Science and Water Resources Engineering, McGraw-Hill, Toronto. p. 320 (1967).

10. Durfor, C.N. et Becker, E. Selected data on public supplies of the 100 largest cities in United States, 1962. J. Am. Water Works Assoc., 56 : 237 (1964).

11. Hudson, H.E., Jr., et Gilcreas, F.W. Health and economic aspects of water hardness and corrosiveness. J. Am. Water Works Assoc., 68 : 201 (1976).

12. McClanahan, M.A. et Mancy, K.H. Effect of pH on quality of calcium carbonate film deposited from moderately hard and hard water. J. Am. Water Works Assoc., 66 : 49 (1974).

13. Pourbaix, M. Atlas of electrochemical equilibria in aqueous solutions. 2e édition. National Association of Corrosion Engineers, Houston, TX (1974).

14. Langelier, W.F. Chemical equilibria in water treatment. J. Am. Water Works Assoc., 38 : 169 (1946).

15. Dye, J.F. et Tuepker, J.L. Chemistry of the lime-soda process. Dans : Water quality and treatment; a handbook of public water supplies. 3e édition. American Water Works Association. McGraw-Hill, Toronto. p. 313 (1971).

16. Larson, T.E. Corrosion phenomena — causes and cures. Dans : Water quality and treatment; a handbook of public water supplies. 3e édition. American Water Works Association. McGraw-Hill, Toronto. p. 295 (1971).

17. Ryznar, J.W. A new index for determining amount of calcium carbonate scale formed by a water. J. Am. Water Works Assoc., 36 : 472 (1944).

18. American Water Works Association. AWWA Standard C400-77 revision of C400-75. Denver, CO (1977).

19. Merrill, D.T. et Sanks, R.L. Corrosion control by deposition of $CaCO_3$ films: Part 1. A practical approach for plant operators. J. Am. Water Works Assoc., 69 : 592 (1977).

20. Sawyer, C.N. et McCarty, P.L. Residual chlorine and chlorine demand. Dans : Chemistry for sanitary engineers. 2e édition. McGraw-Hill Series in Sanitary Science and Water Resources Engineering, McGraw-Hill, Toronto. p. 363 (1967).

21. O'Connor, J.T., Hash, L. et Edwards, A.B. Deterioration of water quality in distribution systems. J. Am. Water Works Assoc., 67 : 113 (1975).

22. Shair, S. Iron bacteria and red water. Ind. Water Eng. (mars-avril) : 16 (1975).

23. American Water Works Association Research Foundation. Handbook of taste and odor control experiences in the U.S. and Canada. American Water Works Association, Denver, CO (1976).

24. Morris, J.C. Chlorination and disinfection — state of the art. J. Am. Water Works Assoc., 63 : 769 (1971).

25. U.S. Environmental Protection Agency. Statement of basis and purpose for the National Secondary Drinking Water Regulations. Mars (1977).

26. Black, A.P. et Christman, R.F. Characteristics of coloured surface waters. J. Am. Water Works Assoc., 55 : 753 (1963).

27. Singley, J.E., Harris, R.H. et Maudling, J.S. Correction of color measurements to standard conditions. J. Am. Water Works Assoc., 58 : 455 (1966).

28. Sawyer, C.N. et McCarty, P.L. Chemical coagulation of water. Dans : Chemistry for sanitary engineers. 2e édition. McGraw-Hill Series in Sanitary Science and Water Resources Engineering, McGraw-Hill, Toronto. p. 341 (1967).

29. Maudling, J.S. et Harris, R.H. Effect of ionic environment and temperature on the coagulation of color-causing organic compounds with ferric sulfate. J. Am. Water Works Assoc., 60 : 460 (1968).

30. AWWA Research Committee on Coagulation. Coagulation–filtration practice as related to research. A committee report. J. Am. Water Works Assoc., 66 : 502 (1974).

31. Davis, B.D., Dulbeco, R., Eisen, H.N., Ginsberg, H.S. et Wood, W.B., Jr. Microbiology. 2e édition. Harper and Row, New York, NY. p. 92 (1973).

32. Rudolfs, W., Falt, L.L. et Ragatzkie, R.A. Literature review on the occurrence and survival of enteric, pathogenic, and relative organisms in soil, water, sewage, and sludges, and on vegetation. Sewage Ind. Wastes, 22 : 1261 (1950).

33. Butterfield, C.T., Wattie, E., Megregian, S. et Chambers, C.W. Influence of pH and temperature on the survival of coliforms and enteric pathogens when exposed to free chlorine. Public Health Rep., 58 : 1837 (1943).

34. Smith, W.W. et Bodkin, R.E. The influence of hydrogen ion concentration on the bactericidal action of ozone and chlorine. J. Bacteriol., 47(A17) : 445 (1944).

35. Scarpino, P.V., Berg, G., Chang, S.L., Dahling, D. et Lucas, M. A comparative study of the inactivation of viruses in water by chlorine. Water Res., 6 : 959 (1972).

36. Kott, Y., Nupen, E.M. et Ross, W.R. The effect of pH on the efficiency of chlorine disinfection and virus enumeration. Water Res., 9 : 869 (1975).

37. White, G.C. Chlorination and dechlorination: a scientific and practical approach. J. Am. Water Works Assoc., 60 : 540 (1968).

38. Fédération des associations canadiennes de l'environnement et organismes des gouvernements fédéral et provinciaux. Inventaire national des systèmes municipaux d'aqueduc et d'égout au Canada 1975 (1975).

39. Craun, G.E. et McCabe, L.J. Problems associated with metals in drinking water. J. Am. Water Works Assoc., 67 : 593 (1975).

40. McFarren, E.F., Buelow, R.W., Thurnau, R.C., Gardels, M., Sorrell, R.K., Snyder, P. et Dressman, R.C. Water quality deterioration in the distribution system. Water Quality Technology Conference, Kansas City, MO, décembre (1977).

41. Morris, J.C. et McKay, G. Formation of halogenated organics by chlorination of water supplies. U.S. Environmental Protection Agency Rep. EPA 600/1-75-002 (1975).

42. Rook, J.J. Chlorination reactions of fulvic acids in natural waters. Environ. Sci. Technol., 11 : 478 (1977).

43. Stevens, A.A., Slocum, C.J., Seeger, D.R. et Robeck, G.G. Chlorination of organics in drinking water. J. Am. Water Works Assoc., 68 : 615 (1976).

44. Harms, L.L. et Looyenga, R.W. Chlorination adjustment to reduce chloroform formation. J. Am. Water Works Assoc., 69 : 258 (1977).

45. Taylor, F.B., Eagen, J.H., Smith, H.F.D., Jr., et Coene, R.F. The case for water-borne infectious hepatitis. Am. J. Public Health, 56 : 2093 (1966).